

DR. FELICISSIMO DIFINI

Ex-interno e actual chefe da Secção de Química do Instituto Oswaldo Cruz de Porto Alegre.

CLASSIFICAÇÃO PERIODICA DOS ELEMENTOS



THESE

DE CONCURSO Á LIVRE DOCENCIA DE CHIMICA GERAL E MINERAL

FACULDADE DE MEDICINA DE PORTO ALEGRE

1929

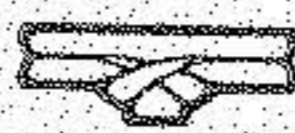


LIVRARIA DO GLOBO
ALEGRE

DR. FELICISSIMO DIFINI

Ex-interno e actual chefe da Secção de Química do Instituto Oswaldo Cruz de Porto Alegre.

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS



THESE

DE CONCURSO À LIVRE DOCENCIA DE CHIMICA GERAL E MINERAL

FACULDADE DE MEDICINA DE PORTO ALEGRE

1929



OFICINAS GRAFICAS DA LIVRARIA DO GLOBO
BARCELLOS, BERTASO & CIA. → PORTO ALEGRE
→ FILIAES : SANTA MARIA E PELOTAS →

INTRODUÇÃO

Logo que foram publicadas as primeiras tabellas dos pesos atomicos, os scientists procuraram encontrar entre esses numeros uma regularidade ou mesmo lei, á qual estivessem subordinadas as relações numericas dos pesos atomicos entre si.

Assim foi que Prout, no inicio do XIX seculo, escolhendo por unidade o peso atomico do hydrogenio e verificando que os pesos atomicos de grande numero de elementos eram numeros inteiros ou muito approximadamente inteiros, considerou, em 1815, todos os elementos como simples condensações de atomos de hydrogenio, procurando explicar assim a regularidade numerica observada.

Desse modo, para Prout, o peso atomico indicaria o numero de atomos de hydrogenio condensados no elemento. Quanto ás fracções de numeros inteiros, observadas em alguns pesos atomicos, seriam devidas unicamente a erros experimentaes.

Tres annos depois essa hypothese foi tambem formulada por Meinecke, que considerou o peso atomico do hydrogenio como o divisor commum dos outros numeros estechiometricos.

A extrema simplicidade da hypothese de Prout fez com que fosse bem acolhida, entre outros, por Thomson, na Inglaterra, que já dois annos antes tinha enunciado, de um modo mais vago, uma hypothese semelhante.

Em 1825, porém, o grande chimico Berzelius, que dedicara muito tempo ao trabalho da determinação dos pesos atomicos, publicou uma nova tabella e mostrou a divergencia existente entre os algarismos por elle encontrados e os apresentados por Prout e Thomson, aos quaes accusou pelo habito de desprezarem a parte faccionaria, e mostrou que os algarismos dos pesos atomicos, que conseguira com methodos rigorosos de analyses, não eram multiplos do que tinha o hydrogenio.

Entretanto surgiram novos adeptos da hypothese de Prout, entre os quaes Marignac e Dumas, principalmente porque este e Stass, em 1840, resolveram determinar novamente os pesos atomicos de alguns dos principaes elementos, e em primeiro lugar do carbono, verificando que o peso atomico deste elemento era 2 % menor do que o admittido por Berzelius e que estava com o do hydrogenio na proporção de 1 para 12.

Marignac, continuando a determinar o peso atomico de mais alguns elementos, (Cl, Br, I, N, K, Ag) obteve numeros que se approximavam dos inteiros apesar de não coincidirem perfeitamente. Para o chloro, porém, com o peso atomico 35,46, a differença era muito grande para ser desprezada, o que levou Marignac a propor como unidade fundamental a metade do peso atomico do hydrogenio, isto é 0,5.

Mais tarde, em 1857, Dumas continuando como defensor da hypothese de Prout, e accei-

tando o conceito de Marignac, affirmou que os pesos atomicos eram multiplos do peso atomico do hydrogenio, da metade ou da quarta parte, procurando assim confirmar a hypothese da unidade da materia e a transformação dos elementos.

Estender, porém, a hypothese de Prout ao quarto do atomo de hydrogenio seria, como logo depois observou Schreder, privar-a de todo interesse, pois com tal extensão se poderia tomar como base o oitavo do atomo e assim até o infinito.

Stass, em 1860, realizando a verificação acurada dos pesos atomicos e encontrando, para muitos elementos, algarismos que não eram inteiros e cujas differenças eram muito maiores do que as que poderiam ser attribuidas a erro experimental, resolveu abandonar a hypothese de Prout.

Marignac declarou, então, estar persuadido de que os methodos adoptados por Stass para a determinação dos pesos atomicos não podiam merecer uma fé illimitada.

Em 1867 Stass responde a Marignac repetindo as suas determinações com todos os cuidados e concluindo que não se podiam arredondar os algarismos encontrados para os pesos atomicos.

Foram essas discussões que serviram de base para as pesquisas das relações existentes entre os pesos atomicos e as propriedades dos elementos.

Em 1829 Döbereiner mostrou que se podiam formar grupos de tres elementos, apresentando as maiores analogias physicas e chemicas, e cujos pesos atomicos observavam certa regularidade:

o peso atomico do segundo elemento, em um grupo de tres elementos correlatos, era muito approximado á media da somma dos pesos atomicos dos dois extremos, assim como em um mesmo grupo os pesos atomicos apresentavam differenças mais ou menos constantes.

Esses grupos foram chamados “**triades de Döbereiner**”.

Tomemos alguns exemplos:

| | |
|---------------------|--------|
| Lithio | 6,94 |
| Sodio | 23 |
| Potassio | 39,10 |
| | |
| Calcio | 40,07 |
| Estroncio | 87,63 |
| Bario | 137,37 |
| | |
| Enxofre | 32,07 |
| Selenio | 79,2 |
| Tellurio | 127,5 |
| | |
| Chloro | 35,46 |
| Bromo | 79,92 |
| Iodo | 126,92 |

Comparando o peso atomico dos elementos componentes de cada grupo se verifica, de facto, que a media da somma do peso atomico do primeiro e do terceiro elemento se aproxima muito do peso atomico do segundo elemento de cada triade, chegando mesmo, ás vezes, a ser igual, como na primeira triade, onde o do sodio é igual á metade da somma dos pesos atomicos do lithio e do potassio.

O peso atomico do estroncio é quasi igual á

metade da somma dos do calcio e bario, o do selenio é pouco differente da metade dos do enxofre e tellurio juntos, e o do bromo se aproxima da metade da somma dos pesos atomicos do chloro e do iodo.

Chamanam tambem a attenção dos pesquisadores as differenças mais ou menos constantes, observadas nos pesos atomicos dos elementos de um mesmo grupo. Assim a differença entre os pesos atomicos do lithio e do sodio é de 16,06 e entre este e o potassio é de 16,10; as differenças na segunda triade entre o calcio e o estroncio e entre este e o bario são de 47,58 e 49,74, respectivamente; no terceiro grupo de tres elementos, entre o enxofre e o selenio é de 47,14 e entre este e o tellurio de 48,3, e, finalmente, entre o chloro e o bromo, e entre este e o iodo, na quarta triade, é de 44,46 e 47, respectivamente.

Além disso outras triades de elementos analogos apresentam pesos atomicos muito semelhantes:

| | |
|--------------------|-------|
| Ferro | 55,84 |
| Cobalto | 58,97 |
| Nickel | 58,68 |
| | |
| Ruthenio | 101,7 |
| Rhodio | 102,9 |
| Palladio | 106,7 |
| | |
| Osmio | 190,9 |
| Iridio | 193,1 |
| Platina | 195,2 |

Para Döbereiner tres elementos, com os

respectivos pesos atomicos apresentando uma certa regularidade entre si, só se podiam reunir para formar uma triade quando houvessem concomitantemente analogias physicas e chemicas. Assim o nitrogenio, com o peso atomico igual á metade da somma dos pesos atomicos do carbono e do oxygenio, não formava com estes uma triade por não haver analogia entre os tres.

O trabalho de Döbereiner representa um esforço e provocou muitas pesquisas relativas á verificação e determinação dos pesos atomicos e aos caracteres de alguns elementos.

Depois de Döbereiner diversos outros pesquisadores contribuíram para a solução do problema ir se orientando por caminhos mais seguros, salientando-se Pettenkofer, Dumas, Kremers, Gladstone, Cooke, Lenzen, Odling e Strecher.

Entretanto, sem que se adoptasse um systema uniforme de pesos atomicos, era difficil chegar a uma generalisação que os ligasse com as outras propriedades dos elementos.

Foi Cannizaro, em 1858, que resolveu eliminar as confusões existentes, considerando a hypothese de Avogadro como base das determinações dos pesos atomicos. Assim puderam os chemicos estabelecer pesos atomicos comparaveis, o que provocou logo a descoberta de relações entre esses pesos e as propriedades dos elementos, relações que foram de enorme auxilio para o desenvolvimento da chimica inorganica.

Nos trabalhos que tinham apparecido até então, não se fazia allusão ao conceito da periodicidade. Foram estudados os grupos e as familias naturaes verdadeiras ou não; eram comparadas as dissemelhanças dos elementos, que fo-

ram mesmo dispostos em ordem crescente, mas ninguém notou que as propriedades dos elementos, com o augmento dos pesos atomicos, a partir do menor, vão mudando até que em certo ponto se tornam semelhantes ás do elemento inicial.

Chancourtois, engenheiro e geologo, foi o primeiro que, em 1862, chamou a attenção sobre certas relações que se tornaram, depois, de grande importancia para o desenvolvimento do *systema periodico*. Declarou: "**les propriétés des corps sont les propriétés des nombres**" e mostrou que os elementos podiam ser collocados, segundo seus pesos atomicos, de um modo especial, como uma espiral, e que existiam relações entre o lugar occupado pelos elementos e as suas propriedades.

Apesar de ter feito essa affirmacão de um modo um tanto obscuro, avisinou-se da idéa segundo a qual as propriedades dos elementos dependem de seus pesos atomicos.

A interpretação de Chancourtois não foi apreciada pelos seus contemporaneos e cahiu no esquecimento durante trinta annos, só voltando á scena com a descoberta da lei periodica, por Mendelejeff, que fez com que os chimicos de diversas nações procurassem reivindicar a prioridade.

Em 1863, pouco tempo depois dos trabalhos de Chancourtois, Newlands retomou a questão das relações entre os pesos atomicos e salientou as existentes entre esses pesos e as propriedades chimicas.

A seguir, em 1864, adoptando os pesos atomicos de Cannizaro teve a idéa de collocar os elementos em ordem crescente, (segundo) seus pesos atomicos, e os dividiu em grupos de sete.

Observou então que o oitavo elemento, partindo de um determinado, differia bastante do setimo em suas propriedades e se assemelhava ao primeiro, assim como a oitava nota de uma oitava musical, e que os elementos analogos, quando não são consecutivos, differem geralmente de sete ou de algum multiplo de sete.

A seguinte taboa das chamadas “**oitavas de Newlands**” mostra as relações de que elle fez menção.

Com este processo, porém, se confundem as relações entre os elementos heterologos com a verdadeira analogia dos homologos e não ha uma relação periodica entre os pesos atomicos e as propriedades dos elementos.

Em 1864 Lothar Meyer publicou uma tabella contendo alguns elementos dispostos segundo seus pesos atomicos e collocou em uma mesma columna os elementos que tinham approximadamente as mesmas propriedades chemicas.

Essa tabella não continha em verdade sinão diversas familias de elementos, com attenção especial ás differenças que em cada uma dessas apresentavam os pesos atomicos dos homologos. Tratava-se, portanto, de simples comparações seriaes; não havia pesquisa das relações entre os diversos grupos.

A seguir, em 1869, o chimico russo Mendelejeff, propôz um systema de classificação no qual estavam incluidos não só os elementos conhecidos mas tambem era deixado lugar para elementos, naquelle tempo, ainda não descobertos.

Nessa tabella os elementos eram dispostos segundo seu peso atomico e divididos em grupos, verificando-se uma gradação semelhante de ele-

Taboa de Newlands

| | | | | | | | | | | | | | | | |
|----|---|----|----|----|----|---------|----|---------|----|----|----|--------|----|---------|----|
| H | 1 | F | 8 | Cl | 15 | Co e Ni | 22 | Br | 29 | Pd | 36 | I | 43 | Pt e Ir | 50 |
| Li | 2 | Na | 9 | K | 16 | Cu | 23 | Rb | 30 | Ag | 37 | Cs | 44 | Os | 51 |
| Be | 3 | Mg | 10 | Ca | 17 | Zn | 24 | Sr | 31 | Cd | 38 | Ba e V | 45 | Hg | 52 |
| B | 4 | Al | 11 | Cr | 18 | Y | 25 | Ce e La | 32 | U | 39 | Ta | 46 | Tl | 53 |
| C | 5 | Si | 12 | Ti | 19 | In | 26 | Zr | 33 | Sn | 40 | W | 47 | Pb | 54 |
| N | 6 | P | 13 | Mn | 20 | As | 27 | Di e Mo | 34 | Sb | 41 | Nb | 48 | Bi | 55 |
| O | 7 | S | 14 | Fe | 21 | Se | 28 | Rh e Ru | 35 | Te | 42 | Au | 49 | Th | 56 |

mento para elemento, apparecendo, desta maneira, as propriedades dos elementos como funcções periodicas do peso atomico.

Quasi que immediatamente depois de Mendelejeff, Lothar Meyer, continuando suas investigações sobre as relações entre os elementos, já iniciadas em 1864, publicou uma tabella muito semelhante á do chimico russo, na qual mostrava a repetição periodica das propriedades dos elementos.

Nesse trabalho o autor dizia que as propriedades dos elementos eram, na maior parte funcções periodicas dos pesos atomicos.

Lothar Meyer teve, assim como Mendelejeff, a idéa de dispôr os elementos a seguir, conforme seus pesos atomicos, pondo em evidencia a natureza periodica das propriedades dos elementos.

Foi, como se vê, com esses dois pesquisadores, Mendelejeff e Lothar Meyer, que a classificação natural dos elementos teve seu desenvolvimento principal.

O apparecimento successivo das classificações desses dois chimicos, fez com que se discutisse a quem cabia a prioridade da descoberta da lei periodica, segundo a qual “as propriedades dos elementos são funcções periodicas dos pesos atomicos”.

Alguns dão a descoberta como realizada simultaneamente por Mendelejeff e Meyer, enquanto outros attribuem-n'a exclusivamente ao chimico russo.

O que, porém, o historico dos factos parece demonstrar é que o conceito da lei periodica foi exposto pela primeira vez em 1869 por Mendelejeff e, a seguir por Lothar Meyer, pois no tra-

balho apresentado em 1864 este cientista agrupou simplesmente em uma mesma columna os elementos de propriedades chemicas approximadas, não procurando as relações entre os diversos grupos, e só em 1870 affirmou serem as propriedades dos elementos funcções periodicas dos pesos atomicos.

A todos os que estudaram o assumpto cabe, entretanto, uma parcella desa realização, pois ella foi o resultado das pesquisas iniciadas por Prout e continuadas e desenvolvidas pelos demais.

SYSTHEMA PERIODICO DE MENDELEJEFF

Mendelejeff, em 1869, publicou uma tabella na qual os elementos eram collocados conforme a ordem crescente de seus pesos atomicos e mostrou que, á medida que estes augmentavam, havia uma repetição periodica de propriedades.

Nessa classificação foram dispostos todos os elementos conhecidos naquelle tempo, correspondendo os espaços vazios aos então desconhecidos.

Examinando-se a taboa original de Mendelejeff vê-se que é formada de oito columnas verticaes, cada uma das quaes occupada por um grupo, e de doze linhas horizontaes ou series. Nella os elementos são collocados segundo o augmento progressivo de seus pesos atomicos.

Assim, si começarmos com o lithio, que tem o peso atomico menor depois do hydrogenio, excluido o helio, e dispuzermos os outros elementos (Be, B, C, N, O e F) conforme o augmento do peso atomico, observaremos que as propriedades se modificam regularmente de um para outro membro, mas que, depois do fluor, a um pequeno augmento do peso atomico corresponde uma brusca variação. De outro lado notaremos tambem que os elementos que se agrupam em

uma mesma columna vertical têm muita semelhança entre si.

De facto o sodio, que é o elemento que se segue ao fluor, tem propriedades semelhantes ao lithio e é, por isso, collocado na mesma columna que este. Continuando a dispor os demais elementos a seguir, conforme os pesos atomicos, verificamos que o magnesio fica na mesma columna do berilio, o aluminio na do boro, o silicio na do carbono, o phosphoro na do nitrogenio, o enxofre na do oxygenio e o chloro na do fluor.

Observa-se deste modo que os elementos que se acham em uma mesma columna vertical possuem analogias; assim os sete primeiros, começando pelo lithio e terminando com o fluor, têm propriedades semelhantes aos elementos correspondentes da serie seguinte.

O periodo que segue ao chloro compõe-se de 17 elementos e, por isso, é chamado grande periodo.

Nesses grandes periodos se nota uma analogia progressiva na serie dos seis primeiros elementos (K, Ca, Ti, V, Cr e Mn), aos quaes se seguem o ferro, o cobalto e o nickel, que são semelhantes entre si mas differentes da serie anterior e servem de transição entre esta e a seguinte, então formada pelo Cu, Zn, As, Se e Br.

Na epocha em que Mendelejeff construiu sua tabella ficavam vazios, na quarta e na quinta series, tres espaços, por serem desconhecidos um elemento trivalente (Sc) na quarta, entre o Ca e o Ti, e dois na quinta, entre o zinco e o arsenico, um trivalente (Ga) e outro tetravalente (Ge).

Segue-se um segundo grande periodo no

Tabella original de Mendelejeff

| Serie | Grupo I R ₂ O | Grupo II RO | Grupo III R ₂ O ₃ | Grupo IV RH ₄ RO ₂ | Grupo V RH ₃ R ₂ O ₅ | Grupo VI RH ₂ RO ₃ | Grupo VII RH R ₂ O ₇ | Grupo VIII — RO ₄ |
|-------|-----------------------------|----------------|--|--|---|--|--|---|
| 1 | H = 1 | | | | | | | |
| 2 | Li = 7 | Be = 9,4 | B = 11 | C = 12 | N = 14 | O = 16 | F = 19 | |
| 3 | Na = 23 | Mg = 24 | Al = 27,3 | Si = 28 | P = 31 | S = 32 | Cl = 35,5 | |
| 4 | K = 39 | Ca = 40 | — = 44 | Ti = 48 | V = 51 | Cr = 52 | Mn = 55 | Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63 |
| 5 | (Cu = 63) | Zn = 65 | — = 68 | — = 72 | As = 75 | Se = 78 | Br = 80 | |
| 6 | Rb = 85 | Sr = 87 | Y = 88 | Zr = 90 | Nb = 94 | Mo = 96 | — = 100 | Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108 |
| 7 | (Ag = 108) | Cd = 112 | In = 113 | Sn = 118 | Sb = 122 | Te = 125 | I = 127 | |
| 8 | Cs = 133 | Ba = 137 | Di = 138 | Ce = 140 | — | — | — | |
| 9 | (—) | — | — | — | — | — | — | |
| 10 | — | — | Er = 178 | La = 180 | Ta = 182 | W = 184 | — | Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199 |
| 11 | (Au = 199) | Hg = 200 | Tl = 204 | Pb = 207 | Bi = 208 | — | — | |
| 12 | — | — | — | Th = 231 | — | U = 240 | — | |

qual os tres elementos, intermediarios entre as duas series, são o ruthenio, o rhodio e o palladio.

Obedecendo sempre a ordem crescente dos pesos atomicos, foram assim dispostos successivamente por Mendelejeff, em sua tabella, os demais elementos, sendo que entre a decima e undecima series os elementos intermediarios são o osmio, o iridio e a platina.

Com o desenvolver de novos estudos e pesquisas, se foi tornando mais completo e um pouco modificado o quadro do *systhema periodico*, que ao principio apresentava muitas lacunas, correspondentes aos elementos então desconhecidos.

Actualmente a tabella do *systhema periodico*, como adeante se pode verificar, além das oito columnas verticaes que já tinha, possui mais uma que está collocada á esquerda das demais e na qual foram dispostos recentemente os novos elementos extrahidos do ar atmosphérico por Ramsay, chamados gazes inertes, descobertos em 1894, e ultimamente tambem o nitonio ou emanação do radio.

Os periodos são em numero de seis: o primeiro e o segundo pequenos, os tres seguintes grandes, contendo elementos para duas series, e o ultimo constituido unicamente de alguns elementos radioactivos.

No *systhema periodico* a setima e oitava serie apresentam muitas lacunas, o que faz com que alguns chimicos pensem na possibilidade de ahí serem collocados os elementos das terras raras, a seguir do cerio, havendo quadros em que é adoptado este processo.

Nos grandes periodos observa-se que, apesar de todos os elementos, que estão em uma mesma columna vertical, apresentarem uma cer-

ta semelhança, é preciso distribuir em dois sub-grupos verticaes os termos constituintes de cada columna, afim de melhor se pôr em relevo as analogias. Para isso se colloca, num mesmo grupo, um dos elementos no lado esquerdo da columna e outro no direito. Assim se formam em cada grupo dois sub-grupos, e os elementos de sub-grupos correspondentes apresentam propriedades mais semelhantes, por exemplo K e Rb, Cu e Ag, Zn e Cd, Br e I, etc.

Quanto ao lugar que o hydrogenio deve occupar no *systema periodico*, as opiniões divergem. Uns o collocam no primeiro grupo, acima do lithio, e outros no alto do setimo.

Os primeiros apresentam como razão, entre outras, a presença do hydrogenio nos acidos, onde tem funcção equivalente a d'um metal no sal respectivo.

Os que preferem collocar-o no setimo grupo dizem que o hydrogenio tem sua molecula formada de dois atomos como a dos halogenios, enquanto que a dos metaes alcalinos é monoatomica.

Além disso a differença entre os pesos atomicos dos elementos consecutivos é mais ou menos de tres e o hydrogenio, posto no setimo grupo, se approximaria assim perfeitamente do helio, que tem o peso atomico 4, e do fluor, porque a differença entre os pesos atomicos dos elementos de uma mesma columna vertical é, em media, de 16 e si o hydrogenio é collocado no primeiro grupo a differença é só de 6.

Attendendo a essas divergencias, o hydrogenio é deixado por alguns fóra do *systema periodico*.

O *systema periodico*, proposto por Men-

delejeff, soffreu algumas modificações em consequencia do desenvolvimento da chimica, principalmente com a descoberta de novos elementos, para os quaes es procurava um lugar no quadro.

Assim Brauner suggeriu uma modificação, creando na taboa o grupo O, com os gazes inertes da athmosphera, descobertos por Ramsay.

A modificação mais importante foi collocar muitos elementos raros, que têm o peso atomico variando de 140 a 173, na oitava serie do quarto grupo. A nona serie foi abandonada, por não conter nenhum elemento, e a decima se tornou uma extensão da oitava.

Estas modificações tornam o systhema superior ás formas precedentes, por comprehender todos os elementos até agora conhecidos, e o simplificam muito reduzindo o numero das series de doze para dez e reunindo os elementos, como as assim chamadas terras raras, que differem pouco entre si.

Todas as tabellas, entretanto, apresentadas depois da de Mendelejeff mostram, como esta, a natureza periodica das propriedades dos elementos, e que, a seguir passaremos a estudar.

Eis um quadro nessas condições:

Taboa do systher

| | | Grupo 0 | 1.º Grupo | 2.º Grupo | 3.º Grupo |
|------------------------------|-----------------------|----------------|--|--|--|
| | | E ⁰ | E ^I Cl E ₂ ^I O | E ^{II} Cl ₂ E ^{II} O | E ^{III} Cl ₃ E ₂ ^{III} O ₃ |
| Primeiro periodo | 1. ^a serie | He, 4.0 | Li, 6.9 | Be, 9.1 | B, 10 |
| Segundo periodo | 2. ^a serie | Ne, 20.2 | Na, 23.0 | Mg, 24.3 | Al, 27 |
| Terceiro periodo (grande) | 3. ^a serie | A, 39.9 | K, 39.1 | Ca, 40.1 | Sc, 45.3 |
| | 4. ^a serie | | Cu, 63.6 | Zn, 65.4 | Ga, 70 |
| Quarto periodo (grande) | 5. ^a serie | Kr, 82.9 | Rb, 85.5 | Sr, 87.6 | Yt, 89.3 |
| | 6. ^a serie | | Ag, 107.9 | Cd, 112.4 | In, 114 |
| Quinto periodo (grande) | 7. ^a serie | Xe, 130.2 | Cs, 132.8 | Ba, 137.4 | La, 139.0 |
| | 8. ^a serie | | Au, 197.2 | Hg, 200.6 | Tl, 204 |
| Sexto periodo | 9. ^a serie | Nt, 222.4 | ... | Ra, 226.0 | ... |

Nesta taboa os pesos atomicos figuram só com a primeira cifra decimal. A superior (E = elemento).

*) Neste lugar são incluídos, por alguns autores, os elementos das terras

na periodico

| | 4.º Grupo | 5.º Grupo | 6.º Grupo | 7.º Grupo | 8.º Grupo |
|---|--|---|--|--|-------------------------------------|
| | E ^{IV} H ₄ E ^{IV} O ₂ | E ^{III} H ₃ E ₂ ^V O ₅ | E ^{II} H ₂ E ^{VI} O ₃ | E ^I H E ₂ ^{VII} O ₇ | E ^{VIII} O ₄ |
| 9 | C, 12.0 | N, 14.0 | O, 16 | F, 19.0 | |
| 0 | Si, 28.1 | P, 31.0 | S, 32.1 | Cl, 35.5 | |
| 1 | Ti, 48.1 Ge, 72.5 | V, 51.0 As, 75.0 | Cr, 52.0 Se, 79.2 | Mn, 54.9 Br, 79.9 | Fe, 55.8 Co, 59.0 Ni, 58.7 |
| 8 | Zr, 90.6 Sn, 118.7 | Cb, 93.1 Sb, 120.2 | Mo, 96.0 Te, 127.5 | ... I, 126.9 | Ru, 101.7 Rh, 102.9 Pd, 106.7 |
| 0 | Ce, 140.2 * Pb, 207.2 | Ta, 181.5 Bi, 209.0 | W, 184.0 ... | | Os, 190.9 Ir, 193.1 Pt, 195.2 |
| | Th, 232.1 | ... | U, 238,2 | ... | |

periodicidade observada na valencia em cada serie está indicada na parte

raras.

PROPRIEDADES CHIMICAS

A. — Poder de combinação. — Na taboa de Mendelejeff, partindo do lithio e seguindo para a direita, observa-se que o poder de combinação dos elementos em relação ao oxygenio augmenta regularmente da esquerda para a direita, regularidade esta que se verifica nas demais series do systema.

Assim, considerando o poder de combinação dos elementos com o oxygenio, teremos, na primeira serie, o lithio formando Li_2O , o berilio BeO , o boro B_2O_3 , o carbono CO_2 , o nitrogenio N_2O_5 . Passando á outra serie temos o sodio, que forma o composto Na_2O , o magnésio MgO , o aluminio Al_2O_3 , o silicio SiO_2 , o phosphoro P_2O_5 , o enxofre SO_3 e o chloro Cl_2O_7 , e analogamente nos demais periodos.

Entretanto é preciso não se deixar sempre guiar cegamente por essa regularidade, porque no caso das combinações com o oxygenio, acima referidas, sabemos que muitos elementos formam varios oxydos, dentre os quaes tira-se o exemplo que mais convem para a systematização.

Apesar disso é facil de comprehender o alcance do estudo dessa relação existente entre o systema periodico e o poder de combinação dos elementos, podendo dizer-se que esse poder de se combinar com o oxygenio, nullo no grupo O, que é composto dos gazes inertes, sem poder de combinação, augmenta regularmente de unidade nos grupos successivos, alcançando o maximo no oitavo grupo, onde, ao menos no caso do osmio, é de 8, pois a combinação do oxygenio com este elemento dá lugar á formação de OsO_4 .

Estudando o poder de combinação dos diversos elementos com o chloro, chega-se á mesma conclusão. Assim o sodio se combina com um atomo de chloro, o magnésio com dois, o alumínio com tres, o silício com quatro e o phosphoro com cinco. O enxofre não se combina directamente com seis atomos de chloro, mas sim com este e o oxygenio, conjunctamente, formando o composto $\text{SO}_2 \text{Cl}_2$. Neste sexto grupo ha, porém, um elemento, o tungstenio, que se combina directamente com seis atomos de chloro.

Portanto no caso do poder de combinação do chloro se observa a mesma regularidade como no do oxygenio: minimo poder de combinação no primeiro grupo, augmentado de unidade em cada um dos grupos seguintes, attingindo, porém, o maximo no sexto grupo, pois não se conhece actualmente nenhum elemento que tenha a propriedade de se combinar com mais de seis atomos de chloro.

Estudando-se agora o poder de combinação dos elementos com o hydrogenio, nota-se tambem uma regularidade, mas differente das precedentes. A valencia mais alta, em face do hydrogenio, é no quarto grupo, diminuindo regularmente de unidade nos grupos seguintes ou antecedentes. Assim o nitrogenio se combina com tres atomos de hydrogenio, o oxygenio com dois e o fluor com um. Os elementos dos tres primeiros grupos em geral se combinam com o hydrogenio para formarem os hydruretos.

Recapitulando as combinações com o hydrogenio nos diversos grupos, temos, por exemplo, na primeira serie:

Li H , Ca H_2 , B H_3 , C H_4 , N H_3 , O H_2 , F H .
Estas relações observadas quanto ao poder

de combinação se applicam a todos os elementos existentes na tabella, apesar de se notar algumas irregularidades.

B — Propriedades basicas e acidas. — Outra relação observada entre as propriedades chemicas dos elementos e seus pesos atomicos é que, assim como em cada serie o elemento de menor peso atomico possui o minimo poder de combinação com o oxygenio, tem tambem o caracter basico mais pronunciado. O lithio é de facto mais basico do que o berilio, o qual por sua vez o é mais do que o boro, o sodio é mais basico do que o magnésio, ao passo que o aluminio no seu hydrato já começa a mostrar propriedades acidas, e assim, gradualmente, passa-se dos elementos que formam bases aos que originam acidos, propriedade esta que se nota de um modo particular no caso dos halogenios, os quaes, se combinando com o hydrogenio, dão origem a acidos energicos.

Os elementos do grupo medio, conforme as condições, apresentam propriedades mais ou menos basicas ou acidas.

Cada serie começa com o elemento mais electro-positivo (metallico) e termina com o mais electro-negativo (metalloide), de modo que na primeira columna vertical encontram-se os metaes mais electro-positivos (alcalinos) e na setima os metalloides mais electro-negativos (os halogenios).

Faz-se uma verificação semelhante percorrendo o quadro de cima para baixo, pois os elementos collocados no alto são os menos metallicos e, á medida que descemos, os elementos de